



# CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

Estequiometria, ou Cálculo Estequiométrico, estuda as relações de massa nas reações químicas. Ou seja, as proporções entre reagentes e consumidos e produtos formados. Essa proporção pode ser dada em Número de Mols (mais comum), em gramas, em número de partículas ou volume.

Como as reações químicas acontecem em proporções definidas, é sempre possível prever quanto do produto será formado dada uma quantidade dos reagentes. Dessa forma, é com essas proporções e rendimentos de uma reação química que a estequiometria se preocupa.

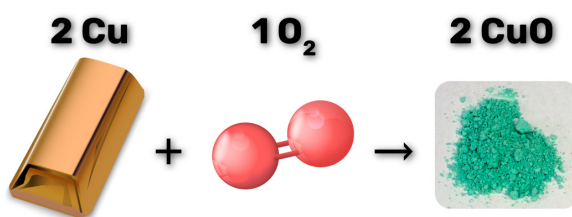
Por exemplo, tendo a equação química de um sanduíche:



Podemos saber exatamente quantos sanduíches serão formados e qual a massa desses sanduíches, se soubermos quantas fatias de pão e de queijo temos e conhecermos a massa dos ingredientes.

Com as reações químicas, é a mesma coisa!

Imagine a equação de oxidação do cobre metálico:



Se conhecermos as quantidades de Cu e de O<sub>2</sub>, podemos saber quantos CuO foram formados, e também a sua massa.

## ESTEQUIOMETRIA PASSO A PASSO

Para entendermos a estequiometria, precisamos, antes de tudo, **interpretar** o que a questão está pedindo. Por isso, é importante saber: ela quer a quantidade de produto formado? Ela quer saber quanto de reagente eu preciso para formar uma certa quantidade de produto? Por isso, entender e interpretar a questão é fundamental!

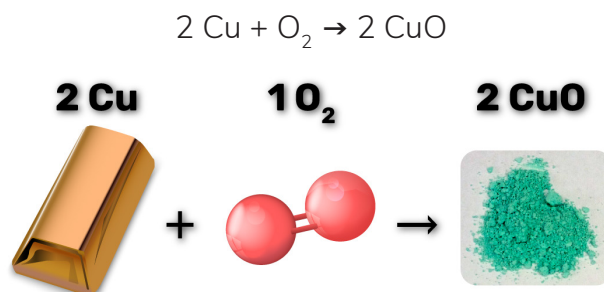


De maneira geral, podemos seguir esses passos:

1. Primeiro, escreva a equação química **balanceada**.
2. Depois, identifique as **proporções** entre reagentes e produtos.
3. Em seguida, converta as unidades para mol, massa ou volume, conforme pede a questão.
4. Por último, monte uma **regra de três** com as informações necessárias, onde a incógnita é o que a questão está pedindo.

**Caso 1:**

**Determinar o número de mols de CuO formado a partir de 5 mols de cobre metálico.**



Essa é a forma mais simples de se abordar a estequiometria. Já temos a equação química balanceada e as proporções entre reagentes e produtos também.

Assim, sabemos que a cada 2 mols de Cu são formados 2 mols de CuO. Por isso, a proporção entre eles é 1:1. Para responder à pergunta da questão, montamos a regra de três:

$$2 \text{ mols de Cu} \text{ ————— } 2 \text{ mols de CuO}$$

$$5 \text{ mols de Cu} \text{ ————— } x \text{ mols de CuO}$$

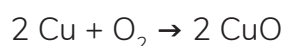
$$x = 5 \text{ mols de Cu}$$

Dessa forma, resolvendo a regra de três, chegamos que para 5 mols de Cu, são formados também 5 mols de CuO. Fácil, né?

Por enquanto, estamos trabalhando com número de mols. Mas podemos trabalhar também com outras grandezas, como a massa e o número de partículas.

**Caso 2:**

**Determinar a massa de Óxido de Cobre formada a partir de 2,54g de cobre metálico.**





Nessa equação, vemos que 2 mols de cobre produzem 2 mols de CuO. Para essa resposta, quantidade de O<sub>2</sub> não é relevante, porque a questão pediu a quantidade a partir da massa de **cobre metálico**.

Por isso, precisamos converter a massa: de mols para a quantidade em gramas. Assim:

$$\text{Massa de Cu} = 63,5 \text{ g/mol. Então, } 2 \text{ mols} = 2 \cdot 63,5 = \mathbf{127 \text{ g.}}$$

$$\text{Massa de CuO} = 63,5 + 16 = 79,5 \text{ g/mol. Então, } 2 \text{ mols} = 2 \cdot 79,5 = \mathbf{159 \text{ g.}}$$

Assim, são essas informações que utilizaremos para montar a regra de três. Como a quantidade de reagente para a quantidade de produto formado é **sempre proporcional**, logo podemos usar quaisquer relações entre eles para determinar a massa formada.

Assim, se 127g de Cobre Metálico formam 159g de óxido de cobre, quantos g de CuO serão formados a partir de 2,54g de Cobre metálico?

$$127\text{g de Cu} \text{ ————— } 159\text{g de CuO}$$

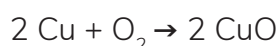
$$2,54\text{g de Cu} \text{ ————— } x \text{ de CuO}$$

$$x = 3,18 \text{ g de CuO}$$

Desta forma, resolvendo a regra de três, descobrimos que a partir de 2,54g de Cu serão formados 3,18 g de CuO.

### Caso 3:

**Determinar a massa de Cobre metálico necessária para formar 5g de óxido de cobre.**



Assim como determinamos a massa de produto formada a partir de uma quantidade de reagente, é possível também estimar a quantidade de reagente necessária para se obter uma certa quantidade de produto.

Montando a regra de três:

$$127\text{g de Cu} \text{ ————— } 159\text{g de CuO}$$

$$x \text{ de Cu} \text{ ————— } 5\text{g de CuO}$$

$$x = 4,0 \text{ g de Cu}$$

Logo, determinamos que para se formar 5g de CuO, são necessários 4,0g de cobre metálico.



## RENDIMENTO DAS REAÇÕES

Até agora vimos o caso geral do cálculo estequiométrico – nas condições perfeitas: a reação teve rendimento máximo, todos os reagentes são puros e estão nas quantidades ideais. Na realidade, o cenário nunca é esse, e sempre precisamos nos preocupar o rendimento das reações.

*O rendimento expressa o percentual de produto obtido em relação à quantidade total esperada.*

Ou seja... nem sempre todos os reagentes são consumidos, e a quantidade de produto formada não é a ideal estequiometricamente. Num rendimento de 80%, por exemplo, só foi formado 80% da quantidade de produto possível com as quantidades que tínhamos dos reagentes.

### RENDIMENTO PASSO A PASSO

Dessa forma, para entendermos melhor os casos de estequiometria envolvendo rendimento, vamos relembrar os principais passos para desenvolver o cálculo estequiométrico.

1. Primeiro, escreva a equação química balanceada.
2. Depois, identifique as proporções entre reagentes e produtos.
3. Em seguida, converta as unidades para mol, massa ou volume, conforme pede a questão.
4. Monte uma regra de três com as informações necessárias, onde a incógnita é o que a questão está pedindo.
5. Enfim, quando o rendimento da reação não é total, multiplique a massa de produto formado pelo rendimento percentual.

### CÁLCULOS COM RENDIMENTO

O rendimento das reações, na prática, nunca é total. Por isso, é comum que as provas tragam cálculos estequiométricos em que a situação é exatamente essa.

O **Rendimento** de uma Reação mostra o quanto de produto foi formado, em relação à quantidade máxima que poderia ser formada – se o rendimento fosse 100%.

Podemos usar a seguinte fórmula:

$$\text{Rendimento \%} = \frac{\text{Quantidade Obtida}}{\text{Quantidade Esperada}} \times 100$$



Ou simplesmente uma regra de três:

Quantidade Esperada ————— 100% de Rendimento

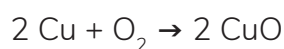
Quantidade obtida ————— x % de Rendimento

Veja os exemplos abaixo.

### Caso 1:

#### Rendimento ao final da Reação

Determine o número de mols de CuO formado a partir de 5 mols de cobre metálico, sabendo que o rendimento foi de 80%.



Como a proporção de Cu:CuO é 1:1 (2 mols de Cu formam 2 mols de CuO), poderíamos dizer que 5 mols de Cu formariam exatamente 5 mols de CuO, se o rendimento fosse 100%. Porém, ele é só de 80%.

5 mols de CuO ————— 100%

x mols de CuO ————— 80%

$$x = 4 \text{ mols de CuO}$$

Assim, descobrimos que nessa reação são formados, 4 mols de CuO.

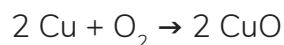
Por isso, se quisermos saber a quantidade de CuO em massa, multiplicamos 4 mols pela massa molar de CuO (159 g/mol).

$$4 \text{ mol} \cdot 159 \text{ g/mol} = 636 \text{ g de CuO.}$$

### Caso 2:

#### Determinando o Rendimento

A partir de 12g de de Cobre, foram obtidos 9,6 g de CuO. Determine o rendimento da reação.



Para determinar o rendimento de uma reação, precisamos primeiro saber qual é a quantidade de produto esperada nas condições estequiométricas ideais.

$$\text{Rendimento \%} = \frac{\text{Quantidade Obtida}}{\text{Quantidade Esperada}} \times 100$$



Dada a equação balanceada, vemos que 2 mols de Cu formam 2 mols de CuO. Porém, o exercício fornece os dados em massa. Por isso, vamos converter de mol para massa.

$$\text{Massa de 2 mols de Cu} = 127 \text{ g.}$$

$$\text{Massa de 2 mols de CuO} = 159 \text{ g.}$$

Assim, 127g de Cu formariam 159g de CuO, nas quantidades estequiométricas ideais. Enfim, já temos que:

$$127 \text{ g de Cu} \text{ ————— } 159 \text{ g de CuO}$$

Mas o exercício diz que temos 12 g de Cu. Precisamos, então, descobrir a massa de CuO que seria formada a partir de 12g, para o rendimento de 100%.

$$127 \text{ g de Cu} \text{ ————— } 159 \text{ g de CuO}$$

$$12 \text{ g de Cu} \text{ ————— } x \text{ g de CuO}$$

$$x = 15,0 \text{ g de CuO}$$

Então, 15g é a quantidade de produto esperada. Porém, a quantidade de produto obtida foi de 9,6g segundo os dados da questão. Por isso:

$$\text{Rendimento \%} = \frac{\text{Quantidade Obtida}}{\text{Quantidade Esperada}} \times 100$$

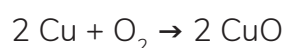
$$\text{Rendimento \%} = \frac{9,6 \text{ g}}{15,0 \text{ g}} \times 100 = 64\%$$

Assim, o rendimento da reação foi de 64%.

### Caso 3:

#### Determinando a quantidade de reagente a partir do rendimento

Sabendo que o rendimento da reação foi de 80%, foram obtidos 19 g de CuO. Determine a massa de Cu utilizada nessa reação.



Dessa forma, nesses casos, podemos utilizar a fórmula do rendimento. Primeiramente, precisamos descobrir qual seria a quantidade de CuO se o rendimento fosse de 100%:

$$\text{Rendimento \%} = \frac{\text{Quantidade Obtida}}{\text{Quantidade Esperada}} \times 100$$



$$80\% = \frac{19\text{g de CuO}}{\text{Quantidade Esperada}} \times 100$$

$$\text{Quantidade Esperada} = 23,7 \text{ g de CuO}$$

Temos os dados de Rendimento e da Quantidade Obtida, então podemos estimar a quantidade esperada de produto, e, a partir dela, relacionar com as proporções estequiométricas entre Cu e CuO, para obter a massa de Cu gasta na reação.

$$127 \text{ g de Cu} \text{ ————— } 159 \text{ g de CuO}$$

$$x \text{ g de Cu} \text{ ————— } 23,7 \text{ g de CuO}$$

$$x = 18,9 \text{ g de Cu}$$

Assim, sabemos foram necessários **18,9 g de Cu**, para obtermos 19g de CuO, considerando o rendimento de 80%.

**Mas qual a quantidade de Cobre que realmente foi consumida?** Basta fazermos uma regra de três do Cálculo Estequiométrico Normal para obtermos essa informação.

$$127 \text{ g de Cu} \text{ ————— } 159 \text{ g de CuO}$$

$$x \text{ g de Cu} \text{ ————— } 19 \text{ g de CuO}$$

$$x = 15,2 \text{ g de Cu}$$

Assim, isso significa que das **18,9 g de Cu** utilizadas, somente **15,2 g** reagiram para formar CuO.

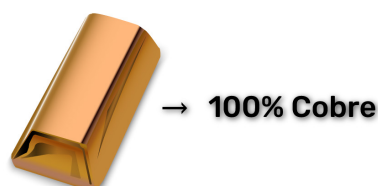
## PUREZA DOS REAGENTES

Na prática, os reagentes não são 100% puros. Na verdade, é praticamente impossível isolar completamente um composto, mesmo com técnicas de separação modernas e refinadas.

Por isso, o rendimento das reações nunca é 100%. Como os reagentes são impuros, sempre haverá menos produto formado do que o esperado. Assim, no cálculo estequiométrico, é comum que as provas considerem esse percentual de impurezas dos reagentes ao tratar das reações químicas.

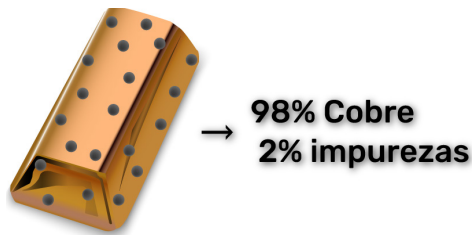
As impurezas dos reagentes costumam, inclusive, ser as maiores responsáveis por um rendimento baixo. Quando um composto não é puro

Considere uma barra de Cobre com pureza 100%:





Dessa forma, podemos afirmar que 100% da massa dessa barra é devida aos átomos de cobre. Porém, na realidade, o cenário poderia ser este:

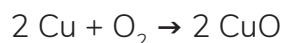


Assim, somente 98% da massa dessa barra corresponde a átomos de cobre, enquanto os outros 2% correspondem a outras substâncias indeterminadas, que não participam da reação para formar o produto desejado.

**Caso 1:**

**Quantidade de Produto a partir de um Reagente Impuro**

Sabendo que uma amostra de Cu com 98% de pureza reage com  $O_2$  para formar CuO, determine a massa de Óxido de Cobre obtida a partir de 13g de Cu.



Sabemos também que dispomos de 13g de Cu, dos quais somente 98% correspondem a átomos de cobre, que participam da reação. Dessa forma, precisamos determinar a massa real de cobre:

$$\begin{aligned} 13\text{g} & \text{ ————— } 100\% \\ x \text{ g} & \text{ ————— } 98\% \\ x & = 12,7 \text{ g de Cu} \end{aligned}$$

Assim, somente 12,7 g de Cu podem reagir com  $O_2$  para formar CuO. Nessa reação, nas proporções estequiométricas ideais, sabemos pelas massas molares que 127 g de Cu formam 159 g de CuO. Com uma regra de três, matamos o problema:

$$\begin{aligned} 127 \text{ g Cu} & \text{ ————— } 159 \text{ g de CuO} \\ 12,7 \text{ g de Cu} & \text{ ————— } x \text{ g de CuO} \\ x & = 15,9 \text{ g de CuO} \end{aligned}$$

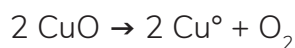
Então, formamos 15,9 g de CuO a partir de 13g de Cu com 98% de pureza.

**Caso 2:**

**Cálculo estequiométrico da Pureza de um Reagente**

Para obtenção de cobre metálico, pode-se reduzir o CuO, produzindo  $\text{Cu}^0$  e  $\text{O}_2$ . A partir de 20g de CuO, obteve-se 15g de Cu. Determine a pureza do Óxido de Cobre.





Desse modo, sabemos que 159 g de CuO podem produzir 127 g de Cu, pelas suas massas molares e coeficientes estequiométricos.

Podemos determinar qual deveria ser a massa de CuO necessária para obtermos as 13 g de Cu.

$$\begin{array}{l} 159 \text{ g de CuO} \text{ ————— } 127 \text{ g de Cu} \\ x \text{ g de CuO} \text{ ————— } 17 \text{ g de Cu} \\ x = 18,8 \text{ g de Cu} \end{array}$$

Dessa forma, para se produzir 15g de Cu, precisaríamos de 18,8 g de CuO com 100% de pureza. Entretanto, a amostra inicial era de 20g. Isso significa que temos  $20 \text{ g} - 18,8\text{g} = 1,2 \text{ g}$  de impurezas.

Determinando a pureza:

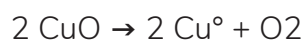
$$\begin{array}{l} 20 \text{ g de Cu} \text{ ————— } 100\% \\ 18,8 \text{ g de Cu} \text{ ————— } x \% \\ x = 81,5\% \text{ de pureza.} \end{array}$$

Assim, o reagente inicial, CuO, era somente 94% puro.

### Caso 3:

#### Cálculo do Rendimento de Uma Reação com Impurezas

20g de Óxido de Cobre com 98% de pureza reagem para formar 10g de Cu. Determine o rendimento da reação.



Dessa forma, precisamos determinar qual a massa real de CuO na amostra, retirando-se os 2% de impureza:

$$\begin{array}{l} 20 \text{ g de CuO} \text{ ——— } 100\% \\ x \text{ g de CuO} \text{ ——— } 98\% \\ x = 19,6 \text{ g de CuO.} \end{array}$$

Assim, somente 19,6 g de CuO podem reagir. Pelas proporções estequiométricas, sabemos que 159g de CuO formam 127 g de Cu.



$$159 \text{ g de CuO} \text{ ————— } 127 \text{ g de Cu}$$

$$19,6 \text{ g de CuO} \text{ ————— } x \text{ g de Cu}$$

$$x = 15,6 \text{ g de Cu}$$

Portanto, para um rendimento de 100%, os 19,6 g precisariam formar 15,6 g de Cu. Porém, foram formados somente 10 g. Agora, podemos calcular o rendimento:

$$15,6 \text{ g de Cu} \text{ ————— } 100\% \text{ de rendimento}$$

$$10 \text{ g de Cu} \text{ ————— } x \% \text{ de rendimento}$$

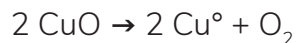
$$x = 64,1\% \text{ de rendimento}$$

Assim, o rendimento total da reação foi de 64,1%.

#### Caso 4:

#### Estequiometria com Pureza + Rendimento

Uma massa de 40 g de CuO com 98% de pureza é reduzida para formar Cu com 90% de rendimento. Determine a massa de Cu obtida.



Enfim, podemos seguir os seguintes passos:

1. Determinar a massa real do reagente impuro;
2. Determinar a massa de Cu formada para o rendimento máximo (100%);
3. Determinar a massa real de Cu obtida com o rendimento fornecido (90%).

Dessa forma, 38 g com 98% de pureza corresponde a 37,2 g de CuO.

$$40 \text{ g} \cdot 0,98 = 39,2 \text{ g}.$$

Sabemos que 159 g de CuO reduzem para formar 127 g de Cu, nas condições estequiométricas perfeitas. Assim, calculamos a massa de Cu obtida para o rendimento total:

$$159 \text{ g de CuO} \text{ ————— } 127 \text{ g de Cu}$$

$$39,2 \text{ g de CuO} \text{ ————— } x \text{ g de Cu}$$

$$x = 31,3, \text{ g de Cu}$$

Todavia, 31,3 g são para o rendimento total de 100%. Por isso, precisamos determinar qual foi a massa real obtida, com o rendimento fornecido de 90%.



$$\text{Rendimento \%} = \frac{\text{Quantidade Obtida}}{\text{Quantidade Esperada}} \times 100$$

Então, com uma manipulação, obtemos:

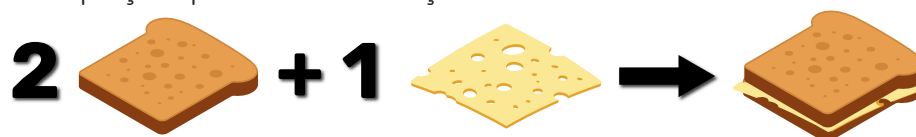
$$\text{Quantidade Obtida} = \frac{\text{Rendimento} \times \text{Quantidade Esperada}}{100}$$

Assim, a quantidade obtida é

31,3 g de Cu.0,90 = 28,2 g de Cu.

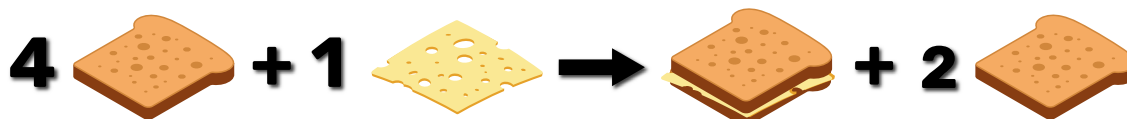
## REAGENTES LIMITANTES E EM EXCESSO NAS REAÇÕES

Imagine uma equação química de formação de um sanduíche:



Na reação acima, os reagentes estão nas proporções estequiométricas ideais, e formaremos exatamente um sanduíche para as quantidades de pão e queijo que temos.

O que acontece, no entanto, se tivermos um excesso de pão?



Nesse caso, temos quatro fatias de pão e um queijo – o que é suficiente para formarmos exatamente um sanduíche –, e temos duas fatias de pão sobrando. Assim, o pão é o reagente em excesso.

Percebeu que, não importa a quantidade de pão, se só tivermos o queijo, só poderemos formar um sanduíche?

É exatamente por isso que, nesse caso, o queijo é o reagente limitante: a quantidade de sanduíches formados só depende dele.

Assim, existem duas coisas que precisamos lembrar para o cálculo com reagentes em excesso e limitante:

1. A quantidade de produto formada só depende da quantidade do reagente limitante.
2. O reagente em excesso não é inteiramente consumido na reação.



Se pararmos pra pensar, essas duas coisas são bem claras: se o queijo foi inteiramente consumido para a formação de um sanduíche, com o que a sobra de pão vai formar novos sanduíches?

Agora, vamos finalmente aplicar esses conceitos às reações químicas.

### ESTEQUIOMETRIA PASSO A PASSO

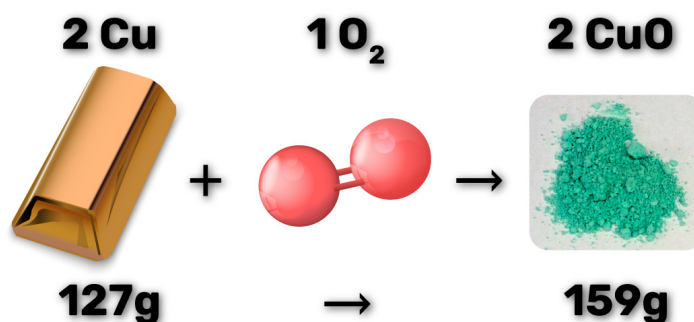
Para entendermos a estequiometria, precisamos, antes de tudo, interpretar o que a questão está pedindo.

De maneira geral, podemos seguir esses passos:

1. Primeiro, escreva a equação química balanceada.
2. Depois, identifique as proporções entre reagentes e produtos.
3. Em seguida, converta as unidades para mol, massa ou volume, conforme pede a questão.
4. A partir disso, faça uma regra de três com as quantidades estequiométricas ideais dos reagentes. Aí, compare as quantidades fornecidas com a quantidade estequiométrica, determinando os reagentes limitante e em excesso.
5. Por último, monte uma regra de três com as informações necessárias, onde a incógnita é o que a questão está pedindo.

### CÁLCULO COM REAGENTE LIMITANTE E EM EXCESSO

Imagine a reação de oxidação do metal cobre exposto ao ar, formando Óxido de Cobre:



Nesse caso, a barra de cobre vai oxidar pela reação com oxigênio. Na reação acima, os reagentes estão nas proporções estequiométricas ideais, e o rendimento da reação é máximo para as quantidades de cada um dos reagentes.

O que acontece, no entanto, se a barra de cobre não estiver em contato com o oxigênio do ar? Ou seja, e se retirarmos todo o oxigênio da reação?

É isso mesmo: o cobre não oxida! Porém, continuamos com 127 g de cobre, porque o cobre não foi consumido.

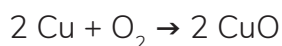


Assim, nessa reação de oxidação do cobre, o Cobre é o reagente em excesso. Isso porque temos muito cobre para pouco oxigênio.

### Caso 1:

#### Determinação do reagente Limitante.

Em uma reação de oxidação do cobre metálico, tem-se 12 g do metal, e 5 g de Oxigênio. Qual dos dois é o reagente limitante e qual está em excesso?



Primeiramente, precisamos saber quais as quantidades estequiométricas ideais em massa entre os reagentes. Dado o balanceamento acima, descobrimos que 127g de Cu (Cu = 63,5 g/mol) reagem com 32 g de O<sub>2</sub> (O = 16 g/mol) para formar 159 g de CuO (CuO = 79,5 g/mol).

Com essas informações, podemos fazer uma regra de três com um dos reagentes para descobrir a quantidade necessária do outro, nas proporções estequiométricas ideais.

$$127\text{g de Cu} \text{ ————— } 32\text{g de O}_2$$

$$12\text{g de Cu} \text{ ————— } x \text{ g de O}_2$$

$$x = 3,0 \text{ g de O}_2$$

Por esse cálculo, percebemos que 12,0g de Cobre reagem com 3,0g de Oxigênio. Porém, temos 5,0g de Oxigênio. Assim, sabemos que o Oxigênio está em excesso, pois 2g dele permanecem sem reagir. Como Oxigênio está em excesso, então o **Cobre é o reagente limitante**.

Outra maneira de chegar à mesma conclusão seria utilizar a quantidade de Cobre como incógnita, descobrindo quantas g de Cu serão necessárias para reagir com 5g de O<sub>2</sub>:

$$127\text{g de Cu} \text{ ————— } 32\text{g de O}_2$$

$$x\text{g de Cu} \text{ ————— } 5 \text{ g de O}_2$$

$$x = 19,8\text{g de Cu}$$

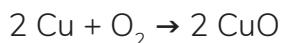
Desta maneira, sabemos que 5g de O<sub>2</sub> precisam de quase 20g de Cu – mas só temos 12g. Por isso, o Cobre é o reagente limitante.



Caso 2:

Cálculo Estequiométrico com Reagentes Limitantes.

Em uma reação de oxidação do cobre metálico, tem-se 12 g do metal, e 5 g de Oxigênio. Qual a quantidade de CuO formada?



Lembre que a quantidade de produto formada só depende do reagente limitante – pois é ele quem vai acabar primeiro, e o reagente em excesso não tem com quem reagir.

Do exemplo anterior, descobrimos que o **Cobre é o reagente limitante**. Por isso, utilizamos a quantidade de massa de cobre para os cálculos, e não a quantidade de oxigênio.

O exercício quer saber a quantidade de produto; então, fazemos a regra de três com a proporção entre reagente limitante e produto formado.

$$127\text{g de Cu} \text{ --- } 159\text{g de CuO}$$

$$12 \text{ g de Cu} \text{ --- } x\text{g de CuO}$$

$$x = 15\text{g de CuO}$$

ANOTAÇÕES

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---